L'ESSENTIEL DU COURS

A- Application de la loi d'action de masse aux réactions acide-base

*** Rappel** :

-Un monoacide est une entité chimique électriquement chargée ou non, capable de libérer un ion H^+ au cours d'une réaction chimique. $AH \rightleftharpoons H^+ + A^-$.

- Une monobase est une entité chimique électriquement chargée ou non, capable de capter un ion H^+ au cours d'une réaction chimique. $B + H^+ \rightleftharpoons BH^+$.
- Un couple acide base (AH/A^- ou BH^+/B) est un ensemble d'un acide et d'une base conjuguée l'une de l'autre.
- Une réaction acide base résulte d'un transfert d'ion H^+d'un acide AH vers une base B d'un autre couple.$AH + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$.
  Les couples acide base mis en jeu sont AH/A^- et BH^+/B.
- Les couples Acide base de l'eau sont H_3O^+/ H_2O et H_2O/ OH^-

* On considère la réaction acide base mettant en jeu les couples A_1H/A_1^- et A_2H/A_2^- :

$A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$.

La loi d'action de masse appliquée à la réaction acide base: $K=\dfrac{[A_1^-]_{éq}[A_2H]_{éq}}{[A_1H]_{éq}[A_2^-]_{éq}}$.

- Si k>1 l'acide A_1H est plus fort que A_2H et la base A_2^- est plus forte que A_1^-.
- Si k<1 l'acide A_2H est plus fort que A_1H et la base A_1^- est plus forte que A_2^-.
- Si k=1 l'acide A_1H et A_2H sont de force comparables et les bases A_1^- et A_2^- sont de forces comparables.

*** Remarques** :

- Le couple acide base ayant l'acide le plus fort possède la base conjuguée la plus faible.
- La base conjuguée d'un acide fort est inerte.
- La base conjuguée d'un acide faible est faible.
- La base conjuguée d'un acide inerte est forte.
- Si $k>10^4$ alors la réaction est pratiquement totale dans le sens direct.
- Si $k<10^{-4}$ alors la réaction est pratiquement totale dans le sens inverse.

* Condition d'évolution spontanée : $A_1H + A_2^- \rightleftharpoons A_1^- + A_2H$.

$\pi=\dfrac{[A_1^-][A_2H]}{[A_1H][A_2^-]}$ et $K=\dfrac{[A_1^-]_{éq}[A_2H]_{éq}}{[A_1H]_{éq}[A_2^-]_{éq}}$.

- Si π <k la réaction directe se produit spontanément.
- Si π >k la réaction inverse se produit spontanément.
- Si π =k le système n'évolue pas spontanément, il est en état d'équilibre chimique.

* La constante d'acidité, Ka, d'un couple acide base AH/A^- est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide AH avec l'eau : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

$K_a=\dfrac{[A^-]_{eq}[H_3O^+]_{eq}}{[AH]_{eq}}$. K_a ne dépend que de la température.

* Remarques :

- $pk_a = -\log k_a$ alors $k_a=10^{-pka}$
- Un acide est d'autant plus fort que la valeur de sa constante d'acidité k_a est grande et quelle la valeur de son pka est faible.